

La mole

I- La mole, unité de quantité de matière.

1)- Changement d'échelle : Du microscopique au macroscopique.

- L'échelle de l'infiniment petit, appelée échelle microscopique permet d'étudier les atomes, les molécules et les ions.

- Elle permet de considérer un atome de fer :

- Masse d'un atome : $m_{\text{Fe}} \approx 9,3 \times 10^{-23} \text{ g}$.

- À l'échelle humaine (notre échelle), c'est-à-dire l'échelle macroscopique, on considère un morceau de fer de quelques grammes.

- **Exemple :**

- Si l'on veut réaliser la combustion du fer dans le dioxygène au laboratoire, on peut utiliser un morceau de fil de fer de quelques grammes.

- On ne travaille pas à l'échelle de l'atome.

- On travaille à notre échelle, à l'échelle humaine, l'échelle macroscopique.

- **Question :**

- Quel est le nombre d'atomes de fer contenus dans un échantillon de fer de masse $m \approx 3,5 \text{ g}$?

- Nombre d'atomes de fer contenus dans l'échantillon :

$$N = \frac{m}{m(\text{Fe})}$$

$$N = \frac{3,5}{9,3 \times 10^{-23}}$$

$$N \approx 3,8 \times 10^{22} \text{ atomes}$$

- Conclusion :

Cette valeur est considérable !!!

- Que représente ce nombre N ? Ce nombre représente une quantité de matière.

- En chimie, la quantité de matière représente un nombre d'entités chimiques, c'est-à-dire, un nombre d'atomes, de molécules ou d'ions.

2)- La mole.

- Pour compter un grand nombre d'objets, on les regroupe en paquets.

- Il existe beaucoup d'exemples : les œufs par douzaines, les chaussettes par paires, les rames de papier par 500 feuilles, les bouteilles par six ou douze, ...
- Les entités chimiques comme, les atomes, les molécules et les ions, se comptent aussi par paquet.
- On appelle mole un paquet d'entités chimiques.
- La mole est la réunion d'un nombre déterminé d'entités chimiques toutes identiques.
- Une quantité de référence a été choisie arbitrairement.
- Elle est donnée par le Journal officiel du 23 décembre 1975.
- On note : N_A le nombre d'entités dans un paquet. Un tel paquet porte le nom de mole.
- La mole est une unité de quantité de matière de symbole : mol.

Définition :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.

- Si l'on prend une mole d'atomes de carbone 12, la masse correspondante est de 12 g.
- Le paquet comprend N_A atomes de carbone 12.
- La détermination de la valeur de N_A fut un grand défi pour la science.

3)- La constante d'Avogadro N_A .

- Le nombre N_A est défini par la relation suivante :

$$N_A = \frac{\text{Masse d'une mole d'atomes de carbone 12}}{\text{Masse d'un atome de carbone 12}}$$

- Par définition, on connaît la masse d'une mole atomes de carbone 12.
- Mais, on a longtemps ignoré les valeurs de N_A et de la masse d'un atome de carbone 12.
- On doit à Jean Perrin la première détermination de N_A en 1923.
- Le nombre N_A a été appelé constante d'Avogadro, en hommage à Avogadro, célèbre chimiste et physicien italien (1776 – 1856).
- Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1} .
- Des mesures récentes indiquent qu'il y a : $6,033137 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,00 g de carbone 12.
- On arrondit cette valeur. On écrit :
- $N_A = 6,033137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- Conséquence :
- Une mole, est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.
- Exemples :
- Une mole d'atomes de fer contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer.
- Une mole de molécules d'eau contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.
- Une mole d'électrons contient $6,02 \times 10^{23}$ électrons
- Une mole d'ions chlorure contient $6,02 \times 10^{23}$ ions chlorure.

II- La masse molaire.

1)- Définition générale.

La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.

On symbolise la masse molaire par **M**.

La masse molaire s'exprime en g / mol.

2)- Masse molaire atomique.

- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.

Dans la classification périodique, on donne les masses molaires atomiques des éléments chimiques en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes.

- Masse molaire atomique de l'élément carbone : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément oxygène : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g / mol}$.
- Dans la nature, il y a 75 % de l'isotope 35 et 25 % de l'isotope 37.

3)- La masse molaire moléculaire.

- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.
- La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.
- Exemples :
- Déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_3 .
- Masse molaire de la molécule d'eau :
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{O}) + M(\text{H})$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0$

- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18 \text{ g/mol}$
- Masse molaire du dichlore :
- $M(\text{Cl}_2) = 2 M(\text{Cl})$
- $M(\text{Cl}_2) \approx 2 \times 35,5$
- $M(\text{Cl}_2) \approx 71,0 \text{ g/mol}$
- Masse molaire de l'acide sulfurique :
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 2 \times 1,0 + 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 98 \text{ g/mol}$
- Masse molaire de l'ammoniac :
- $M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3 M(\text{H})$
- $M(\text{NH}_3) \approx 1 \times 14,0 + 3 \times 1,0$
- $M(\text{NH}_3) \approx 17 \text{ g/mol}$

4)- Masse molaire ionique.

- La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée.
- On peut négliger la masse des électrons devant la masse du noyau d'un atome.
- La masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome correspondant.
- Exemples :
- $M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na})$
- $M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl})$
- Pour déterminer la masse molaire d'un ion polyatomique, on fait comme pour les molécules.

| | | | |
|-----------------------|-----------|----------|----------|
| Élément chimique : | | | |
| Nom | Phosphore | Oxygène | Soufre |
| Symbole | P | O | S |
| Masse molaire g / mol | 31,0 | 16,0 | 32,1 |

- Masse molaire de l'ion phosphate : PO_4^{3-} :
- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx M(\text{P}) + 4 M(\text{O})$
- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 1 \times 31,0 + 4 \times 16,0$
- $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 95,0 \text{ g/mol}$
- Masse molaire de l'ion sulfate : SO_4^{2-} :
- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$

- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$
- $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 96,1 \text{ g/mol}$

III- Masse molaire et quantité de matière.

1)- Application 1.

Calculer la quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal.

Correction :

- Résolution :
- Le fer métal a une structure atomique, il faut utiliser la masse molaire atomique de l'élément fer
- Dans les tables : $M(\text{Fe}) \approx 55,8 \text{ g/mol} \approx 56 \text{ g/mol}$.
- À 1 mole de fer métal correspond environ 56 g de fer métal
- À 1/2 mole de fer métal correspond environ 28 g de fer métal.
- On va utiliser un formalisme mathématique pour pouvoir résoudre tous les exercices du même type :
- Écriture symbolique :

| | |
|--|------------------------|
| Quantité de matière de l'espèce chimique considérée A | n (A) en mol |
| Masse molaire de l'espèce chimique considérée | M(A) en g / mol |
| Masse de l'espèce chimique considérée | m (A) en g |

- On tire les relations :

$$\mathbf{m (A) = n (A) \cdot M (A) \quad (1)}$$

$$\mathbf{n (A) = \frac{m (A)}{M (A)} \quad (1')}$$

- Quantité de matière de fer :

$$\mathbf{n (Fe) = \frac{m (Fe)}{M (Fe)}}$$

$$n(\text{Fe}) = \frac{28,0}{55,8}$$

$$n(\text{Fe}) \approx 0,502 \text{ mol}$$

2)- Application 2.

- Calculer la masse de 0,500 mol de soufre

Données :

$$M(\text{S}) \approx 32,1 \text{ g / mol ;}$$

$$m_{\text{S}} \approx 0,500 \text{ mol}$$

Correction :

- On cherche la masse de soufre que l'on note : m_{S} .
- Il faut utiliser les données (on donne la masse molaire et la quantité de matière :
- La relation à utiliser est celle qui lie ces trois grandeurs)
- Masse de soufre correspondant.
- $m_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot M(\text{S})$
- $m_{\text{S}} \approx 0,500 \times 32,1$
- $m_{\text{S}} \approx 16,1 \text{ g}$

2)- Application 3.

- Calculer la quantité de matière d'eau n_1 contenue dans un litre d'eau.
- On donne : la masse de un litre d'eau est $m_1 = 1,00 \text{ kg}$.
- L'eau a une structure moléculaire de formule H_2O .

Correction :

- Masse molaire de la molécule d'eau :
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{O}) + M(\text{H})$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18 \text{ g / mol}$
- Quantité de matière contenue dans un litre d'eau :

$$n_1 = \frac{m_1}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$n_1 = \frac{1000}{18}$$

$$n_1 \approx 56 \text{ mol}$$

V- Cas des gaz.

1)- Loi d'Avogadro – Ampère.

Énoncé :

Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de molécules.

Il découle de cette loi que des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de moles.

- Si l'on prend 1 litre de dihydrogène, 1 litre de butane, 1 litre de méthane,

- On dénombre le même nombre de molécules (dans les mêmes conditions de température et de pression).
- D'autre part, une **mole de dihydrogène**, une **mole de butane**, une **mole de méthane** occupent
- Le **même volume** dans les **mêmes conditions de température et de pression**.

Ce volume est appelé, le volume molaire.

C'est une conséquence de **la Loi d'Avogadro – Ampère** :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire.

Cette loi ne s'applique pas aux liquides et aux solides (états condensés).

Elle n'est valable que pour les gaz (état dispersé).

2)- Volume molaire d'un gaz.

- Le volume molaire d'un gaz est indépendant de la nature du gaz.
- Il dépend de la température et de la pression.
- On note V_m le volume molaire d'un gaz.
- L'unité : L / mol.
- Quelques valeurs du volume molaire :

| Température ° C | Pression Pa | Volume molaire L.mol ⁻¹ | |
|--------------------|-------------------------|---------------------------------------|----------------|
| 0 | 1,013 x 10 ⁵ | 22,4 | C.N.T.P |
| 20 | 1,013 x 10 ⁵ | 24,0 | |
| 20 | 10,13 x 10 ⁵ | 2,40 | |

- Comparaison des volumes occupés par une mole selon l'état physique.

- Tableau :

| Formule | État physique (CNTP) | Volume molaire V_m (L.mol ⁻¹) | Masse molaire M (g.mol ⁻¹) | Masse Volumique m (g.mL ⁻¹) |
|-----------------------|----------------------|---|--|---|
| H₂ | Gaz | 22,4 | 2 | $8,9 \times 10^{-5}$ |
| CO₂ | Gaz | 22,4 | 44 | $2,0 \times 10^{-3}$ |
| N₂ | Gaz | 22,4 | 28 | $1,3 \times 10^{-3}$ |
| H₂O | Liquide | 0,018 | 18 | 1,0 |
| C (graphite) | Solide | 0,0053 | 12 | 2,3 |
| NaCl | Solide | 0,027 | 58,5 | 2,2 |

- Quelles sont les remarques que l'on peut faire à la lecture de ce tableau ?

3)- Gaz et quantité de matière.

- Les relations :

$$m(A) = n(A) \cdot M(A) \quad (1)$$

ou

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)} \quad (1')$$

- sont valables pour les **solides**, les **liquides** et les **gaz**.
- Il est plus facile de mesurer le volume d'un gaz que sa masse.
- Écriture symbolique (valable pour les gaz seulement)
- Quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse : **n** en mol
- Volume molaire de l'espèce chimique considérée : **V_m** en L / mol
- Volume de l'espèce chimique gazeuse : **V** en L
- Relation :

$$V = n \cdot V_m \quad (2)$$

ou

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (2')$$